

## Conditions d'utilisation des contenus du Conservatoire numérique

1- Le Conservatoire numérique communément appelé le Cnum constitue une base de données, produite par le Conservatoire national des arts et métiers et protégée au sens des articles L341-1 et suivants du code de la propriété intellectuelle. La conception graphique du présent site a été réalisée par Eclydre ([www.eclydre.fr](http://www.eclydre.fr)).

2- Les contenus accessibles sur le site du Cnum sont majoritairement des reproductions numériques d'œuvres tombées dans le domaine public, provenant des collections patrimoniales imprimées du Cnam.

Leur réutilisation s'inscrit dans le cadre de la loi n° 78-753 du 17 juillet 1978 :

- la réutilisation non commerciale de ces contenus est libre et gratuite dans le respect de la législation en vigueur ; la mention de source doit être maintenue ([Cnum - Conservatoire numérique des Arts et Métiers - https://cnum.cnam.fr](https://cnum.cnam.fr))
- la réutilisation commerciale de ces contenus doit faire l'objet d'une licence. Est entendue par réutilisation commerciale la revente de contenus sous forme de produits élaborés ou de fourniture de service.

3- Certains documents sont soumis à un régime de réutilisation particulier :

- les reproductions de documents protégés par le droit d'auteur, uniquement consultables dans l'enceinte de la bibliothèque centrale du Cnam. Ces reproductions ne peuvent être réutilisées, sauf dans le cadre de la copie privée, sans l'autorisation préalable du titulaire des droits.

4- Pour obtenir la reproduction numérique d'un document du Cnum en haute définition, contacter [cnum\(at\)cnam.fr](mailto:cnum(at)cnam.fr)

5- L'utilisateur s'engage à respecter les présentes conditions d'utilisation ainsi que la législation en vigueur. En cas de non respect de ces dispositions, il est notamment possible d'une amende prévue par la loi du 17 juillet 1978.

6- Les présentes conditions d'utilisation des contenus du Cnum sont régies par la loi française. En cas de réutilisation prévue dans un autre pays, il appartient à chaque utilisateur de vérifier la conformité de son projet avec le droit de ce pays.

## NOTICE BIBLIOGRAPHIQUE

NOTICE DE LA GRANDE MONOGRAPHIE	
Auteur(s) ou collectivité(s)	[Conservatoire national des arts et métiers]
Titre	Conférences de guerre
Adresse	[s.l.] : [s.n.], [1914-1918]
Nombre de volumes	35
Cote	CNAM-BIB Ms 271, A 53578, A 53581, Br 1155, 12 Xa 277
Sujet(s)	Guerre mondiale (1914-1918)
Note	La note de présentation renvoie vers d'autres conférences numérisées par d'autres établissements.
Permalien	<a href="https://cnum.cnam.fr/redir?MS271">https://cnum.cnam.fr/redir?MS271</a>
LISTE DES VOLUMES	
	<a href="#">La guerre : la chimie du feu et des explosifs : conférence [30 novembre 1914]</a>
	<a href="#">L'organisation du crédit en Allemagne et en France [14 décembre 1914-4 mars 1915]</a>
	<a href="#">Le "75" : conférence [17 décembre 1914]</a>
	<a href="#">La guerre, la stérilisation des eaux, la chimie des aliments : conférences [18 janvier et 22 février 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur la question monétaire et les changes étrangers [15 novembre 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'idée de loi [18 novembre 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur les problèmes financiers de la guerre [22 novembre 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur les problèmes généraux d'hygiène industrielle [2 décembre 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur les succédanés de la monnaie [13 décembre 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur les modes de coopération des sociétés de prévoyance à la vie [16 décembre 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur la question du change en termes généraux [20 décembre 1915]</a>
	<a href="#">Conférence sur le paiement de l'indemnité de guerre de 1870-1873 [10 janvier 1916]</a>
	<a href="#">Exploitation industrielle et production de la nature vivante [13 janvier 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur les problèmes actuels du change [17 janvier 1916]</a>
	<a href="#">Le régime normal et le régime de guerre des inventions et brevets en France [27 janvier 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'organisation des caisses d'épargne [31 janvier 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur le dépôt des brevets d'invention [3 février 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'organisation sociale de l'Allemagne [7 février 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur le régime de guerre des inventions [10 février 1916]</a>
VOLUME TÉLÉCHARGÉ	<a href="#">Conférence sur les industries électro-chimiques [14 février 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur les caisses d'épargne après la loi de 1897 [17 février 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'application de l'électro-chimie [21 février 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'étude de l'électrolyse du chlorure de sodium ou du chlorure de potassium [28 février 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'alimentation de l'industrie en matières premières dans l'après-guerre [2 mars 1916]</a>

	<a href="#">Conférence sur la cherté de la vie et les munitions [6 mars 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'électrolyse de la soude par amalgame [9 mars 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur le fonctionnement de l'assistance [13 mars 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur les conditions de relèvement économique de la France et des alliés après la guerre [23 mars 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur les réformes de demain [27 mars 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur l'état actuel de la métallurgie du fer [3 avril 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur la situation économique de la métallurgie [6 avril 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur les causes de la supériorité de l'Allemagne [10 avril 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur les autres causes de la supériorité de l'Allemagne [13 avril 1916]</a>
	<a href="#">Les conditions de l'organisation et du développement commercial des industries chimiques [9 novembre 1916]</a>
	<a href="#">Conférence sur les conditions économiques générales sur lesquelles baser l'extension de la production des industries chimiques [18 janvier 1917]</a>

<b>NOTICE DU VOLUME TÉLÉCHARGÉ</b>	
<b>Titre</b>	<b>Conférences de guerre</b>
<b>Volume</b>	<a href="#">Conférence sur les industries électro-chimiques</a>
<b>Adresse</b>	[s.l.] : [s.n.], 1916
<b>Collation</b>	22 f.
<b>Nombre de vues</b>	46
<b>Cote</b>	CNAM-BIB Ms 271 (23)
<b>Sujet(s)</b>	Guerre mondiale (1914-1918) -- Aspect économique Industries chimiques
<b>Thématique(s)</b>	Histoire du Cnam
<b>Typologie</b>	Manuscrit
<b>Langue</b>	Français
<b>Date de mise en ligne</b>	22/05/2025
<b>Date de génération du PDF</b>	06/02/2026
<b>Recherche plein texte</b>	Disponible
<b>Notice complète</b>	<a href="https://calames.abes.fr/pub/cnam.aspx#details?id=Calames-202402071752651124">https://calames.abes.fr/pub/cnam.aspx#details?id=Calames-202402071752651124</a>
<b>Permalien</b>	<a href="https://cnum.cnam.fr/redir?MS271.23">https://cnum.cnam.fr/redir?MS271.23</a>

## Note de présentation des Conférences de guerre

Avec la Première Guerre mondiale, l'enseignement au Conservatoire est bouleversé. Les cours qui commencent habituellement en novembre ne peuvent pas être organisés. La mobilisation générale a soustrait 9/10 des auditeurs dont l'âge moyen est situé entre 19 et 45 ans, ainsi que de nombreux professeurs [1] et préparateurs indispensables aux cours expérimentaux. Le directeur du Conservatoire et ses professeurs non mobilisés souhaitent toutefois maintenir une activité. Les professeurs, parmi lesquels Léopold Mabilleau, Émile Fleurent, André Liesse, Jules Violle, André Job, Paul Beauregard, proposent des conférences « isolées ou en séries, faites très simplement sur des sujets inspirés des préoccupations de la guerre » en lien avec leurs enseignements. L'objectif est de « parler de questions relatives à la guerre et de former dans le public une opinion saine et sérieuse sur des questions soit techniques, soit économiques ». Les conférences sont programmées les lundis et jeudis du 30 novembre 1914 au 8 mars 1915, à 17h pour être accessibles au plus grand nombre. Afin d'assurer un auditoire suffisant, le cycle de conférences est annoncé dans plusieurs titres de presse dont : *Le Siècle*, *L'Action*, *Le Petit Journal*, *La France de demain*, *Le Figaro*.

Dès décembre 1914, la maison d'édition Berger-Levrault propose au Conservatoire d'entreprendre « à ses risques et périls » la publication des conférences données au Conservatoire. Les conférences feraient chacune l'objet d'un fascicule séparé d'environ 20 pages avec éventuellement la reproduction de clichés. Les séries de conférences sur un même sujet telles que celles d'André Liesse sur l'organisation du crédit en France et en Allemagne, ou d'Émile Fleurent sur les industries chimiques seraient réunies en un seul fascicule. Ces conférences sont publiées dans la collection « Pages d'histoire - 1914-1915 ».

Le grand amphithéâtre du Cnam est alors équipé pour se servir du cinématographe ; quatre conférences s'appuient sur des projections cinématographiques. Lors de sa conférence du 11 février 1915, Jules Violle présente toutes les opérations de plongée d'un sous-marin dans la rade de Toulon. Cette conférence sera relatée dans le journal britannique *The Illustrated London News* du 9 octobre 1915.

Les conférences rencontrent un grand succès, l'amphithéâtre de 800 places fait salle comble. Raoul Narsy, journal et critique littéraire au *Journal des débats*, définit le genre de la conférence en temps de guerre comme « un [des] services auxiliaires » de la guerre elle-même faisant l'éloge des différents cycles de conférences sur ce thème organisés à l'Institut catholique de Paris, l'École pratique des hautes études ou encore la Société des Amis de l'Université de Paris et accordant une « mention toute spéciale » aux conférences du Conservatoire [2].

En raison du succès des conférences et de la guerre qui perdure, de nouvelles séries de conférences sont organisées pour les années 1915-1916, 1916-1917 et 1917-1918 ; à partir de la 3e année, elles sont intitulées « cours-conférences ».

La collection des conférences est lacunaire, l'ensemble comprend : 4 conférences publiées de l'hiver 1914-1915, 29 conférences dactylographiées de l'hiver 1915-1916, 2 conférences dactylographiées de l'hiver 1916-1917. Certaines conférences conservées dans d'autres établissements sont disponibles en ligne : [Du rôle de la physique à la guerre](#) [10 décembre 1914] et [De l'avenir de nos industries physiques après la guerre](#) [11 février 1915], par Jules Violle ; [Le droit de la guerre, autrefois et aujourd'hui](#) [21 décembre 1914] et [Comment on paie en temps de guerre](#) [21 janvier 1915], par Émile Alglave ; [Les industries chimiques en France et en Allemagne](#) par Émile Fleurent ([II](#) et [III](#)) ; et [La vie économique en France pendant la guerre actuelle](#) [15 février 1915], par Paul Beauregard.

[1] Dix professeurs ou suppléants sont mobilisés : Sauvage, Guillet, Bricard, Blaringhem, Heim, Mesnager, Boudouard, Métin, Dunoyer, Magne ; ou mobilisables : Job, Dantzer.

[2] [Journal des débats littéraires et politiques](#), 7 janvier 1915.

Florence Desnoyers-Robison

Bibliothèque centrale du Cnam

Sources :

Archives du Cnam, 2 CC/23.

Archives du Cnam, Procès-verbaux du Conseil d'administration du Cnam, 1914-1918.

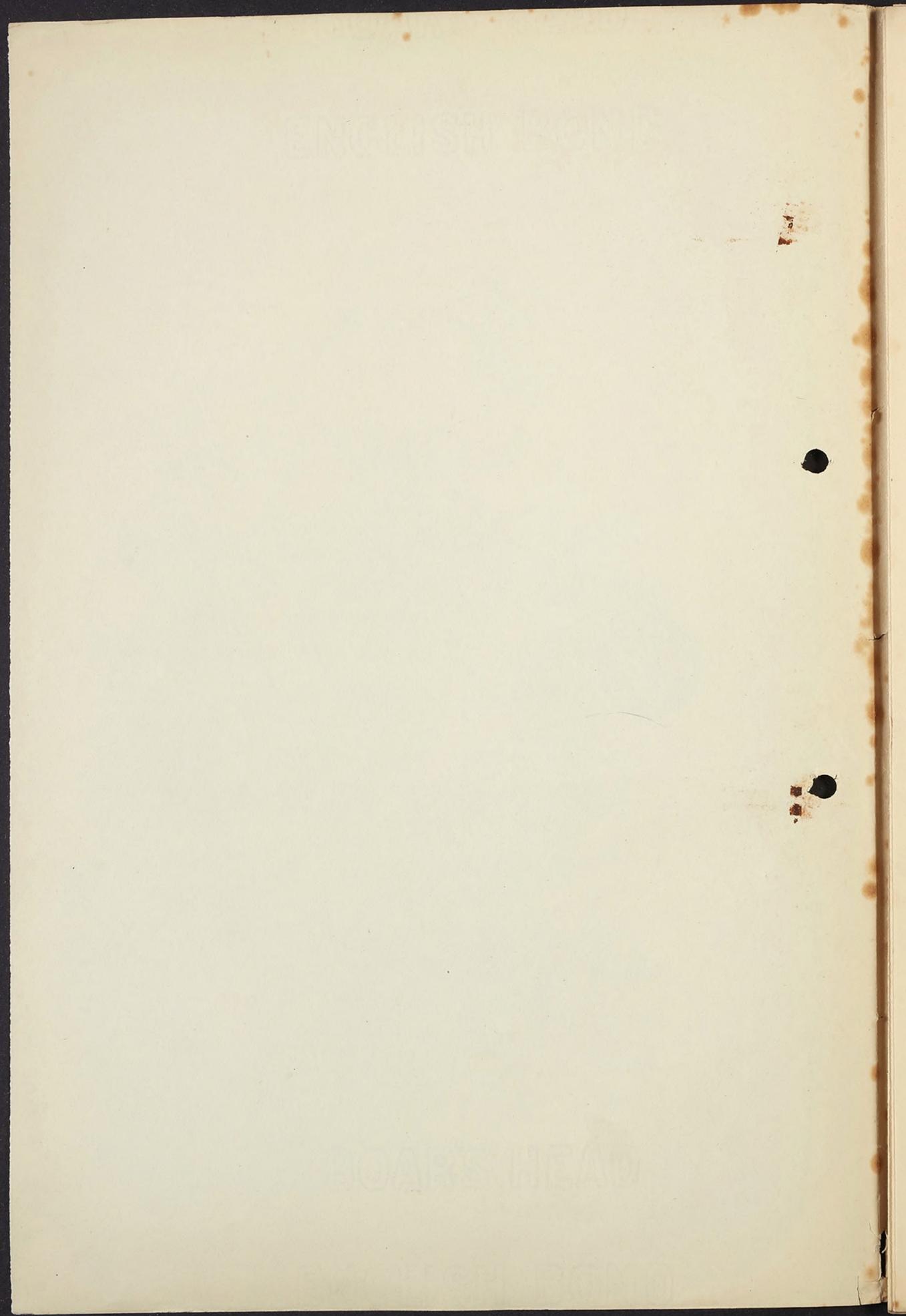
Br. 955 Ms 271 (23)

M. Job

14 Février 1916.

M. Job à l'Amman





M. JOB - 14 Février 1916

Mesdames, Messieurs.

Depuis une année environ une grande activité règne dans les laboratoires de chimie.

Aux procédés d'offensive que les chimistes de l'armée allemande ont dirigés contre nous, on oppose des moyens de préservation chaque jour plus efficaces et aussi des moyens de riposte qui ne sont certainement pas inférieurs à l'attaque.

Ce n'est pas cette chimie de guerre qui nous occupera aujourd'hui, les journaux n'en ont que trop parlé. Mais ce que nous pouvons dire à tous, c'est que nos ennemis auront donné à l'industrie chimique un stimulant salutaire, car si les matériaux d'agression sont d'abord étudiés et sélectionnés dans les laboratoires, c'est bien dans les usines qu'on les fabrique.

Après la guerre, l'histoire dira combien d'usines nouvelles auront ainsi pris naissance et quel développement auront pris les usines anciennes; il est assez réconfortant de penser qu'en travaillant à l'œuvre de destruction et de guerre, nous accroissons en même temps notre outillage pour les créations de la paix.

Au premier rang de ces industries que la guerre met en action, il faut citer les industries électro-chimiques.

L'exploitation de l'énergie électrique est justement l'une des formes de l'activité industrielle qui convient le mieux aux ressources de notre sol et c'est un bien de la développer.

Notre consommation annuelle en charbon est d'environ 60 millions de tonnes, notre production n'est que de 40 millions, déficit: 20 millions de tonnes.

Ces 20 millions de tonnes, nous sommes obligés de les





demander à l'étranger. Supposez qu'on ait des machines à vapeur pour fournir de l'énergie motrice, avec ces 20 millions de tonnes de charbon, on peut alimenter sans arrêter pendant toute l'année une puissance de 6 millions de chevaux.

Ces 6 millions de chevaux représentent justement, d'après les estimations les plus modérées, ce que nous pouvons attendre des forces électriques disponibles en France, c'est-à-dire qu'en utilisant bien nos chutes et nos cours d'eau nous pourrions retrouver 6 millions de chevaux de puissance. Sur ces 6 millions il n'y en a qu'un qui soit aménagé pour fournir de l'énergie électrique. Vous voyez quelle économie considérable nous pourrons faire dans l'avenir; il nous reste 5 millions de chevaux à économiser. Ces 5 millions de chevaux correspondent à environ 6.500.000 tonnes de charbon; à 30 francs, cela fait une économie de 1/2 milliard par an; sur ce million de chevaux, employé à faire de l'énergie électrique, il n'y en a guère que 100.000 qui soient affectés aux industries électro-chimiques; vous voyez que c'est une fraction bien modeste, et il est important de savoir dans quelles conditions elle pourra se développer.

D'abord qu'est-ce que l'électro-chimie ?

Le propre de l'électro-chimie c'est de faire servir l'énergie électrique à des transformations chimiques.

Vous savez que la chimie est la science des métamorphoses de la matière; parmi ces métamorphoses, il en est qui se font pour ainsi dire d'elles-mêmes; par exemple, faites brûler du soufre, ce soufre continue à brûler de lui-même, pourvu qu'on alimente le foyer; il donne du gaz sulfureux, ce gaz sulfureux mélangé à de l'oxygène passé sur de la mousse de platine légèrement chauffée donne de lui-même de l'anydride sulfurique. Il suffit d'alimenter le foyer et ensuite de l'a-

MS 241 (25)



cide sulfurique; voilà un exemple de transformation qui n'exige aucune force.

Il y a d'autres transformations au contraire qui exigent un apport d'énergie; par exemple, si, avec de l'oxyde de fer naturel, vous voulez retrouver du fer, il faut éléver la température et dépenser du charbon. C'est justement l'inverse de la transformation du fer en rouille, qui se fait d'elle-même. Pour retrouver du fer à partir de l'oxyde de fer, il faudra faire un effort, dépenser de l'énergie; on élève la température et on dépense du charbon.

Mais certaines transformations exigent une température plus élevée encore; supposez qu'on veuille réduire la chaux, l'oxyde de calcium, on veut remonter au calcium; il faut éléver bien davantage la température, on chauffe avec du charbon et la température des foyers au charbon ne suffira plus; il faut une température plus élevée, il faut avoir recours à l'énergie électrique, au four électrique; c'est 2000° qu'il faut atteindre en effet, ce qui n'est pas possible avec les foyers au charbon.

C'est cette température qu'il faut atteindre aussi pour amener la combinaison de l'azote de l'air avec l'oxygène et pour obtenir les vapeurs nitreuses génératrices de l'acide nitrique. L'emploi du four électrique s'impose. C'est aussi au four électrique que se prépare l'acide nitrique de synthèse qui sert, vous le savez, à la fabrication des explosifs.

Vous verrez même que le four électrique trouve son application dans la métallurgie du fer, où on l'emploie de plus en plus. L'électro-thermie constituera une partie très importante de notre sujet.

J'ajoute que c'est là une partie relativement facile,

MS 241 (23)



purement descriptive qui n'exugera pas beaucoup de notions théoriques. Avant d'aborder cette partie de l'électro-chimie, nous avons mieux à faire, nous avons un autre domaine à explorer. Aux températures moyennes, l'énergie électrique peut aussi déterminer dans la matière des transformations profondes que la chimie met à profit. Pour comprendre vraiment l'électrochimie pour savoir ce qu'on en peut attendre, il est nécessaire de connaître les lois générales de ces transformations et je vais vous demander un petit effort d'attention pour suivre avec moi les phénomènes fondamentaux de l'électro-chimie et pour voir comment, dans les laboratoires, on en a déduit les lois.

Nous comprendrons mieux ensuite et nous ferons plus facilement les critiques des phénomènes industriels, appliqués dans l'électro-chimie.

Certains corps livrent passage au courant sans subir une altération. Un fil de cuivre traversé par un courant se retrouve tel qu'il était; un filament à incandescence se retrouve tel qu'il était avant d'être allumé; ce sont des conducteurs de première espèce; d'autres ne laissent passer le courant qu'en s'altérant; en voici un: dans un tube, il y a une solution de sel, puis nous introduisons deux baguettes conductrices et nous relions aux deux pôles d'une source d'énergie électrique, par exemple aux deux pôles de la ligne du réseau, avec une résistance interposée.

Le courant passe dans ce liquide comme il passerait dans du métal, mais peu à peu vous verrez se produire dans ce liquide une altération; cette altération se manifestera par un changement de couleur; à l'un des pôles, vous verrez une coloration rouge; c'est qu'à l'eau salée, nous avons ajouté une matière colorante qui se développe sous l'influence de l'acalinite.

MS (23)  
H 22



il y avait symétrie avant l'expérience, après l'expérience il n'y a plus symétrie, c'est-à-dire que cet appareil a acquis lui-même deux pôles; il n'est plus symétrique, il y a un côté positif, un côté négatif, il est polarisé.

Qu'est-ce qui arrive ? Le courant a altéré le chlorure de sodium; le sel contenu dans le liquide s'est altéré. Au pôle négatif, il se forme de la soude qui colore en rouge notre matière colorante, nous avons fabriqué de la soude par un courant, passant dans le chlorure; à l'autre pôle on fabrique du chlore; nous avons fabriqué aussi une matière colorante; on peut tirer autre chose encore de cette expérience. Si après que l'électrolyse s'est effectuée, on interrompt le courant et qu'on réunisse les deux pôles du tube à un appareil très sensible de mesure électrique, on constate qu'on a formé une pile, c'est-à-dire que maintenant on a un générateur d'énergie électrique.

Voilà ce qu'on obtient par cette expérience:

On crée une disymétrie, on décompose le sel, on fabrique de la soude, on fabrique du chlore et en même temps on crée une pile, un électro-moteur, qui rendra une partie de l'énergie électrique qu'il a reçue.

Ces divers phénomènes sont intéressants à étudier en eux, mais il faut les éclaircir pour voir ce qu'on peut tirer de l'électro-chimie.

Ces corps se décomposent en livrant passage au courant, on les appelle des électrolytes. Quels sont les électrolytes; tout à l'heure, nous avons pris de l'eau salée, peut-on prendre de l'eau sucrée. Non, l'eau sucrée n'est pas conductrice.

Il faut dissoudre un acide, une base ou un sel, et à quoi alors, faut-il attribuer la conductibilité ?

MS 241 (23)



Est-ce l'eau qui est conductrice, ou le sel ?

Pour répondre, nous allons interroger l'expérience:

Nous avons un accumulateur, source d'énergie électrique, dans le circuit de l'accumulateur une sonnerie, deux lames métalliques. Si je réunissais ces deux lames, j'établirais un contact et la sonnerie se mettrait à sonner. La même chose <sup>va</sup> se produire en introduisant les deux lames dans un courant électrique, nous allons voir si c'est l'eau qui est conductrice. Nous introduisons ce système de lames dans de l'eau bien pure, dans de l'eau distillée. La sonnerie reste silencieuse; par conséquent l'eau distillée n'est pas conductrice. Nous séchons les lames, en les plongeant dans l'alcool, et, ensuite nous allons introduire ce système dans une solution contenant du sel, du sel dans l'alcool; nous constaterons que le sel dans l'alcool n'est pas conducteur non plus: la sonnerie est silencieuse, pas de courant. L'eau n'est pas conductrice, le sel n'est pas conducteur, pour qu'il le soit, il faut dissoudre le sel dans l'eau. Nous allons verser un peu de sel dans l'eau. Vous entendez la sonnerie qui accuse le courant: les deux liquides séparés étaient isolants, les deux liquides réunis sont conducteurs, l'eau n'est pas conductrice, le sel dissous dans l'eau est conducteur.

Quelle explication simple a t'on donné de cela ? C'est une hypothèse scientifique, tout se passe comme si ce que je vais vous dire était l'exacte réalité. Quand cette hypothèse est établie on en déduit toutes sortes de conséquences et on les compare à l'expérience. Tant que l'expérience s'accorde avec l'hypothèse, l'hypothèse est bonne, et ce qu'on a supposé est la réalité provisoire, c'est la vérité scientifique; ce que je vais vous dire, c'est une vérité scientifique. Il est extrêmement probable que les choses ne se passent point au fond dans ce liquide mystérieux, dans cette solution de sel, comme je

(23)  
H  
2  
19



vais vous le dire, mais tout ce que nous savons, tout ce que la physique a pu réaliser de recherches et d'expériences s'accordent avec cette hypothèse. Voici cette hypothèse:

Quand la molécule de chlorure de sodium formée d'un atôme de sodium et d'un atôme de chlore entre dans l'eau, elle se fragmente, elle ne reste pas à l'état de molécule  $\text{NaCl}$ , et de ces fragments la soude s'en va d'un côté libre, et le chlore s'en va d'un autre côté libre aussi. Libre, ce n'est pas tout à fait le mot; au moment où ils sont séparés, ils ont acquis des charges électriques; vous savez qu'avec des corps qui ne sont pas électrisés, on peut avoir de l'électricité. Frottez du soufre avec de la laine, on fait de l'électricité; le soufre porte une ~~charge~~ charge et la laine porte une charge égale et de signe opposé.

Quand la molécule  $\text{NaCl}$  entre dans l'eau, elle se fragmente et les deux fragments sont électrisés. L'atôme de chlore porte une charge d'électricité négative, l'atôme de sodium porte une charge égale d'électricité positive.

C'est l'unité de charge, c'est l'atome électrique; unité de charge, négative d'une part avec le chlore, et positive d'autre ~~part~~ ~~part~~ part avec le sodium.

Alors vous voyez maintenant que la conductibilité s'explique. Voilà un liquide qui est prédisposé à conduire le courant. Dans l'alcool cette fragmentation n'a pas eu lieu; dans l'eau cette fragmentation a lieu. Le courant passe et on comprend que le chlorure de sodium ainsi fragmenté soit disposé à conduire le courant. Nous introduisons deux lames métalliques positivement et négativement chargées, la lame positive va attirer l'électricité négative, les atomes de sodium chargés positivement vont



cheminer vers la lame négative et en arrivant sur ces lames les deux atomes se déchargent et indéfiniment le même phénomène se produit et le courant électrique se forme.

Nous comprenons de la sorte pourquoi la solution dans l'eau est conductrice.

Une question se pose: est-ce que toutes les molécules de chlorure de sodium sont ainsi fragmentées ? Sont-elles toutes actives ou bien une part seulement ?

C'est une question extrêmement importante au point de vue chimique; il y a une manière de s'en assurer; supposons qu'elles soient toutes actives, voici ce qui arrivera. En doublant la quantité de sel contenu dans cette eau, nous doublerons la conductibilité du liquide, puisque nous aurons deux fois plus de charge. S'il en était ainsi, la conductibilité serait proportionnelle à la concentration. En réalité ce n'est pas <sup>comme</sup> cela que les choses se passent; quand on augmente la concentration, la conductibilité n'augmente pas indéfiniment; par conséquent toutes les molécules ne sont pas fragmentées. Pourquoi cela ? c'est que ces fragments de temps en temps se rejoignent et se recombinent, il y a deux actions antagonistes, l'action dissociante et une autre action qui tend à recombiner ces fragments; il y a équilibre entre ces phénomènes antagonistes; fragmentation et concentration se traduisent par un certain taux, une certaine fraction de molécules dissociées. La mesure de la conductibilité électrique qu'on effectue par des procédés extrêmement précis donne le pourcentage des molécules dissociées, des molécules actives; l'activité chimique ne serait-elle pas en rapport avec l'activité électrique ?

Prenons les acides, par exemple; ils ont une activité chimique facile à mesurer, les acides attaquent les métaux, ils attaquent le carbonate de calcium. On peut mesurer l'activité



d'un acide en mesurant, par exemple, la vitesse avec laquelle se dégage l'acide carbonique, quand on introduit dans de l'acide du carbonate de calcium.

On peut mesurer chimiquement l'activité des acides, on peut d'autre part mesurer électriquement leur degré de dissociation, le pourcentage des molécules fragmentées; on fait une liste des acides, mesurés par procédés chimiques, en commençant par le plus fort, on fait en même temps une liste, établie par un procédé électrique, et l'on constate que ces deux listes coïncident absolument. Par conséquent, cette expérience si simple comprend une portée chimique considérable, elle nous avertit par un procédé fort simple de l'activité chimique des réactifs.

Il en faut retenir quelque chose d'autre encore au point de vue industriel: c'est que lorsque nous aurons à effectuer une transformation chimique, quand nous aurons, par exemple, fabriqué de la soude, ce que nous chercherons, c'est le produit chimique, la réaction à l'électrode. La transformation chimique que nous allons chercher se fait, aux électrodes, auprès des baguettes qui amènent le courant, elle ne se produit pas dans l'intérieur du liquide, mais aux environs seulement des électrodes. L'énergie passe en développant de la chaleur; cette chaleur correspond à de l'énergie perdue; or, cette quantité de chaleur perdue, ainsi gaspillée par le passage du courant est justement en raison directe de la résistance du liquide. Plus le liquide est résistant au passage, plus il y aura d'énergie dépensée sous forme de chaleur, de sorte que dans l'industrie, nous aurons à prendre garde à cela et à chercher la solution la plus conductrice, pour chaque appareil



électro-chimique; nous chercherons avec soin le maximum de conductibilité qu'on donnera au liquide à électriser.

Le plus conducteur ce n'est pas le plus concentré. Pour la potasse, par exemple, la solution à 15 % est la plus conductrice, c'est elle qui servira à l'électrolyse pour la fabrication de l'hydrogène et de l'oxygène.

Cette étude de conductibilité nous avertit de ce qui se passe à l'intérieur du liquide, mais il faut savoir ce qui se passe autour des lames qui amènent le courant.

J'ai omis de vous dire que le sodium, chargé positivement, le chlore chargé négativement ou, dans d'autres expériences, l'hydrogène, chargé positivement, dans l'acide sulfurique, le reste d'acide  $SO_4$  chargé négativement, s'appellent des ions. C'est Faraday qui, vers le milieu du siècle dernier a commencé l'étude de ces phénomènes et a donné à ces atomes électriquement chargés le nom d'ions, c'est-à-dire de voyageurs ce sont des porteurs d'électricité.

Qu'arrive-t'il quand les ions abandonnent leur bagage? Quand ils arrivent contre l'électrode métallique, ils se déchargent, leurs propriétés changent; on voit réapparaître le sodium métallique.

Projections:

Electrolyse de l'eau

Electrolyse du chlorure d'étain, répondant à la récupération de l'étain des vieilles boîtes à sardines;

Electrolyse de l'iodure de potassium.

Nous allons examiner la charge apportée ainsi par ces ions voyageurs.

D'après notre hypothèse, nous pouvons prévoir que chaque atome, portant sa charge et toujours la même charge, les quantités d'électricité recueillies aux électrodes seront pro-

24 (23)  
MS



portionnelles au poids de matières libérées.

Ainsi, dans le cas précédent, nous avons par exemple une cristallisation d'étain; le poids d'étain déposé dans l'unité de temps, par seconde, par exemple, correspondrait exactement à la quantité de charge positive, libérée pendant une seconde; mais la quantité d'électricité, qui passe dans une seconde, c'est l'intensité, c'est l'indication de l'ampèremètre; nous pouvons prévoir la loi suivante: Les quantités de matières libérées dans l'unité de temps, sont exactement proportionnelles à l'intensité du courant. Si l'on veut calculer l'intensité du courant, on appréciera la quantité de cuivre déposée dans un temps donné et d'après la quantité déposée par seconde, on concluera de l'intensité du courant. Le volamètre, qu'il ne faut pas confondre avec le voltmètre, mesurera la quantité de matières libérées par l'électrolyse et permettra ainsi de calculer l'intensité du courant.

Nous allons faire fonctionner quelques appareils à électrolyse. Ici, c'est un appareil où se dépose du cuivre on plonge du cuivre dans du chlorure de cuivre et le cuivre se dissous au pôle positif tandis que le chlore se dépose au pôle négatif.

Ici, nous allons électriser l'eau, nous trouverons au pôle positif de l'hydrogène, au pôle négatif de l'oxygène et, en passant, je fais remarquer cette particularité parce qu'elle est importante aussi: voici la formule de l'eau: dans une éprouvette nous avons de l'hydrogène sous un volume double de celui de l'oxygène, or la formule de l'eau n'est-elle pas  $H_2O$ ?

Cette indication des formules chimiques est faite par l'électrolyse.

En effet, si l'on pèse la quantité de matières,



libérées par l'électrolyse, dans un certain nombre de réactions différentes, électrolyse de l'eau, séparation d'iode dans l'iodure, séparation de l'argent dans le nitrate d'argent, du potassium dans la potasse, on trouve que les quantités de matières libérées sont entre elles comme les équivalents.

Par exemple, nous avons pour une même quantité d'électricité qui a passé, 2 grs d'hydrogène, 16 grs d'oxygène; toutes les fois que nous aurons 2 grammes d'hydrogène libérés, nous aurons 63 grs de cuivre, c'est-à-dire le poids atomique du cuivre dans ses combinaisons, 35gr5 de chlore, etc... Elec-  
troysons ainsi du chlorure de cuivre, nous aurons facilement la formule du chlorure de cuivre, indiquée par les quantités de chlore et de cuivre libérées:  $\text{Cl}^2\text{Cu}$ .

La loi de Faraday donne le moyen d'écrire tout de suite d'après l'indication électrochimique, la formule des corps.

L'application de cette loi présente une importance très grande au point de vue industriel, nous en verrons constamment l'application. En effet, la loi de Faraday nous permettra de mesurer exactement le rendement électrique des appareils.

Je suppose qu'on veuille déposer du Cuivre; pour cela on emploie une solution de Sulfate de Cuivre; j'imagine que, par mégarde, on ait acidifié très, très fortement cette solution et qu'on emploie un courant intense, au lieu d'employer un courant modéré, avec une électrode petite, on déposera bien du Cuivre, mais, en même temps, on libérera de l'hydrogène; ainsi quand on opère bien, toute l'énergie électrique est employée à déposer du Cuivre seulement.

Si on n'opère pas bien, dans d'autres conditions, en même temps qu'on dépose du Cuivre on libère de l'hydrogène. C'est une opération mal conduite au point de vue industriel,

MS 241 (23)



parce que ce que nous voulons c'est le Cuivre et non l'Hydrogène.

Quel est le rendement électrochimique de notre opération ? Il faut pour cela comparer le chiffre de cuivre déposé avec celui que nous aurions dû déposer. L'ampèremètre nous donne l'intensité du courant; d'après cette intensité, nous savons ce que nous aurions dû déposer, c'est-à-dire, 63 grs. de Cuivre pour 2 gr. d'hydrogène. Or, l'atome -gramme d'hydrogène, monovalent avec le chlore, porte 96.580 coulombs, soit 96.580 ampères-secondes. Un ampère exige 26 heures 49 minutes 40 secondes pour libérer 1 gr d'hydrogène.

En 26 heures 49'40'' nous devons déposer la moitié de 63 gr de cuivre, puisque, dans ce même temps, nous dégageons 1 gr. d'hydrogène, soit 31 gr 5 de cuivre. Supposez qu'on ait libéré seulement 20 grs. par exemple, le rendement électrochimique est de ~~20~~ <sup>20</sup> <sub>31.5</sub> c'est-à-dire environ un peu moins de 60 %.

Constamment, nous aurons à nous préoccuper du rendement électrochimique.

Expérience de l'électrolyse de l'eau par divers appareils:

Voici un autre appareil très simple, qui permet de dégager de l'hydrogène et de l'oxygène, avec une solution de soude, électrisée entre deux lames de fer. Cet appareil, vous pouvez le construire vous-même: prenez du carbonate de soude, des cristaux pris chez l'épicier, faites-en une solution dans l'eau, plongez deux lames de fer, reliez-les à une batterie de piles, vous dégagerez de l'hydrogène et de l'oxygène.

Dans cet appareil il y a deux lames de fer, introduites dans une dissolution alcaline qui, si, est la ~~soude~~ soude;

MS 241 (23)

-magnet non de servir si l'auto ailleurs que sur le bord de la route

-elle est en supposition, l'heure de l'heure

-elle servira en attente de l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

-elle arrivera dans l'heure ou l'heure sera aussi tout juste à l'heure

on a fermé l'appareil avec un bouchon, on fait passer le courant, on dégage de l'oxygène et de l'hydrogène. Par minute, la quantité dégagée est rigoureusement proportionnelle à l'intensité du courant. Il y a un procédé très simple pour connaître cette intensité; nous ne recueillons pas le gaz, nous le voyons s'échapper travers un tube capillaire assez fin, il exerce une certaine pression dans l'appareil. Ce régime de pression est rigoureusement proportionnel à l'intensité du courant; en reliant à un manomètre, qui mesure la pression, nous connaissons l'intensité du courant.

Nous avons vu quelles sont les charges électriques transportées par nos atomes voyageurs.

Ce qui n'est pas sans importance, au point de vue pratique, c'est la quantité d'énergie, mise en jeu dans l'électrolyse; la quantité d'énergie, c'est justement la dépense, c'est ce que nous relevons sur le compteur, quand nous payons l'électricité.

Nous payons le nombre de kilowattheures dépensés c'est à dire exactement l'énergie dépensée, qui a passé par le compteur. Quand nous aurons à faire une transformation chimique, quand nous aurons à mettre en action une usine électro-chimique, il faudra surveiller avec soin le compteur d'énergie, celui qui marque la dépense; nous verrons ce qu'il y entre d'énergie et ce qui sort de matières et nous pourrons comparer.

Comment mesurer l'énergie électrique ? C'est le produit du voltage par le nombre d'ampères-heure.

Le voltage, c'est la tension électrique.

On a très justement comparé le courant électrique à des colonnes d'eau au point de vue de l'énergie qu'on récupère. Imaginons un moulin à eau, le travail produit par l'eau est mesuré par le produit du poids d'eau qui descend de la partie supérieure par la hauteur de chute. On l'évalue en kilogrammètre.

MS 241 (23)



C'est la mesure de l'énergie d'eau, c'est la mesure du travail produit par l'eau. Chez nous, à la maison, nous pourrons actionner un petit moulin; sur la conduite d'eau, plâtons une petite turbine à eau; mais, en présence de la conduite d'eau, nous ne savons pas de quel niveau vient le liquide, nous ne pouvons pas mesurer la hauteur; comment faire ? il y a un moyen bien simple, c'est de mettre sur la conduite d'eau, un manomètre indicateur de la pression qui nous donne le niveau supérieur. Sur la conduite d'électricité nous aurons aussi des compteurs de débit; ce sont des ampèremètres. Nous avons également des compteurs de pression, ce sont les voltmètres, qui correspondent exactement au manomètre que nous mettrions sur la conduite d'eau; ils donnent l'indication de la pression, de la tension; nous pouvons nous représenter comme un niveau électrique .

En suivant cette comparaison, on comprend très bien comment peut se faire la mesure de l'énergie électrique. C'est le produit du débit (c'est-à-dire le nombre d'ampères-heures) par la tension (c'est-à-dire le voltage avec indication du voltmètre) qui indique une différence de niveau ou de potentiel.

Il s'agit de savoir quelle quantité d'énergie nous aurons à dépenser, pour produire telle ou telle action électro-chimique. Cette quantité d'énergie, on la mesure en déterminant le voltage aux deux bornes de l'appareil électro-chimique, où se fait la réaction. Prenons ce tube en U dans lequel nous avons fabriqué de la soude et du chlore; mesurons l'intensité du courant qui passe. En le multipliant par le voltage aux deux bornes, nous aurons une indication de la puissance nécessaire. En multipliant par le nombre de secondes, nous aurons la mesure de l'énergie, nécessaire pour produire cette transformation.



Il faut opérer avec précaution; n'oubliez pas que nous avons interposé une grande résistance d'eau et que le phénomène énergétique se ~~décompose~~ décompose en plusieurs parties.

Il y a d'abord la décomposition qui se passe à l'une des électrodes; le travail produit à l'autre électrode; le travail, dépensé par le liquide, pendant le passage du courant, qui est de la chaleur.

Il faut éliminer le travail purement correspondant à la chaleur dégagée.

Pour cela, il suffit de mesurer le voltage de la pile qu'on constitue en interrompant le courant.

Dès qu'on interrompt l'électrolyse, c'est-à-dire la transformation et qu'on relie les deux pôles à des appareils de mesure, à un voltmètre, qui donne une indication, tout se passe comme si on avait créé une pile. Cette pile n'est réversible qu'un instant. Si on mesure instantanément le voltage de la pile ainsi créée, on a justement une indication de la puissance nécessaire pour produire la transformation chimique. Ici le voltage est caractéristique; la quantité de matières que nous transformons, la quantité d'énergie dépensée, par atôme, pour la transformation, sera toujours la même; si nous voulons mesurer cette quantité d'énergie par atôme, nous verrons qu'elle sera proportionnelle à la quantité d'électricité que porte l'atôme, multipliée par la tension.

Supposons qu'on multiplie le nombre des atomes, on ne fait que multiplier l'intensité, mais la quantité d'énergie est multipliée par ~~pas~~ le même facteur; la tension a dû rester la même, sans quoi nous n'aurions pas la même quantité d'énergie, mais puisque cette quantité de matières est proportionnelle à l'intensité du courant, il faut que le voltage à la tension soit

MS 24 (23)



la même dans tous les cas; pour un atome ou pour 100 milliards, c'est toujours le même voltage; quand on crée une pile en immergeant deux électrodes dans un électrolyte, on crée un système dissymétrique, en créant un électrolyte et un système de deux électrodes, on crée une pile dont la tension est constamment la même; quelle que soit la forme de cette pile, qu'elle soit ~~la forme~~ une pile microscopique, une pile Leclanché, petite comme un dé à coudre ou grande comme cette salle, le voltage de la toute petite et le voltage de la grande seront toujours les mêmes. La résistance intérieure de ces piles est différente, leur débit sera différent, la quantité totale d'énergie qu'elles peuvent donner est différent, mais leur tension est toujours la même. On peut voir à l'avance la quantité approximative d'énergie à dépenser, puisque les transformations chimiques ont déjà été étudiées au calorimètre. Quand on fait une transformation chimique on mesure toujours la quantité de chaleur qu'elle dégage; par exemple nous allons faire devant vous, une réaction chimique simple et qui est de nature électro-chimique.

Voici du Zinc et du Sulfate de Cuivre, je plonge la lame de zinc dans le sulfate de cuivre et je la laisse quelques instants; cette lame a aussitôt changé d'aspect, il ~~se~~ se dépose du Cuivre sur le Zinc, il se ~~se~~ dissout du Zinc, il se dépose du Cuivre, il y a déplacement du Cuivre par le Zinc; de même si nous la plongeons dans une solution de nitrate d'argent et si je la retire, elle est argentée, le Cuivre se décopose, l'argent se dépose.

Considérons la première réaction, déplacement du Cuivre par le Zinc, réaction chimique, de chimie pure; on peut la faire dans un calorimètre, au sein d'un bloc de glace parfaitement protégé, on constate qu'il y a de la chaleur dégagée. Pour le déplacement de 63 gr de Cuivre, il y a 1100 calorigrammes libérés; pour le dépôt d'argent on peut aussi mesurer la



quantité de chaleur, c'est 50.100 calories, correspondant à une certaine quantité d'énergie, à un certain nombre de kgrammètres et pour chaque kgrammètre à 4,17 wattsecondes.

Nous pouvons voir facilement comment on pourrait calculer la tension, dans l'appareil électro-chimique, qui permettrait le remplacement du Cuivre par le Zinc. Pour un courant d'unampère, dans cet appareil, il faut que l'énergie corresponde à un ampère, multiplié par le voltage inconnu, multiplié par 2 fois 26 heures 49'40'' qui représentent le temps nécessaire pour déposer 63 grs de Cuivre.

Le calcul montre qu'il faut justement 1 volt ou plus exactement 1 volt 087; avec 1 volt 087, nous aurons une ~~=sun=~~ quantité d'énergie correspondante à 40.100 calories.

On peut facilement réaliser l'appareil électro-chimique qui produit ce déplacement.

Dans un tube en U on met du sulfate de Cuivre et du Sulfate de Zinc. Dans le sulfate de Zinc on met une électrode de Zinc, dans le sulfate de Cuivre on met une électrode de cuivre. On fait passer le courant, le Zinc entre en dissolution, le Cuivre se dépose.

Nous devons exactement voir la tension que nous venons de calculer, c'est-à-dire 1 volt 087; nous devons la retrouver dans la pile, que nous créerons en interrompant le courant, la pile de Daniel. La théorie, revue de plus près, montre qu'il n'y a pas égalité entre le résultat du calcul thermo-chimique et le voltage, il n'y a égalité que lorsque la pile est indépendante de la température; entre la donnée du calorimètre, traduite en volts, et la donnée directe du voltmètre, il peut y avoir une différence, car le voltage augmente avec la température, et engendre une force électro-chimique plus grande.

La fabrication des piles est une partie importante



de l'électro-chimie; surtout celle des piles réversibles et, en particulier, des accumulateurs.

Voici différents genres de piles. La pile usuelle telle que la pile Leclanché. On a d'une part du Zinc dans du chlorure d'ammonium ou du chlorhydrate d'ammoniaque et un charbon dans du bioxyde de manganése. Voilà l'élément Leclanché; la petite pile de poche que nous envoyons à nos soldats est une petite pile Leclanché.

Une autre pile, intéressante au point de vue historique est la pile de Volta ainsi nommée à cause des rondelles superposées les unes sur les autres, rondelles de Zinc, rondelles de drap mouillé, dans une solution acide, ~~une rondelle~~ rondelles de cuivre. Il y aurait une autre pile bien plus importante pour l'avenir; si elle était réalisable, elle apporterait une véritable révolution dans l'industrie; c'est la pile à hydrogène que nous pouvons concevoir ainsi.

Dans l'électrolyse de l'eau, nous dégageons de l'hydrogène et de l'oxygène, sur des électrodes de platine et nous avons, au moins pour un instant, fabriqué une pile; quand on prépare avec soin du platine spongieux on obtient une pile plus durable que celle-là; c'est que le platine suffisamment spongieux, immergé dans une solution acide, par exemple, peut fournir un courant qui est alimenté par la transformation, la décomposition de l'eau, c'est-à-dire par la synthèse de l'eau; l'hydrogène rentre en combinaison, il disparaît à l'intérieur du liquide en donnant des ions hydrogène, il reprend une charge positive, l'oxygène rentre en dissolution en donnant des ions et en reformant de l'eau; nous avons ainsi de l'énergie électrique, formée par la combustion de l'hydrogène. Cette pile permettrait de fournir de l'énergie électrique directement par la combustion de l'hydrogène; c'est un problème que l'on cherche



depuis bien longtemps.

Ellgrave l'a réalisée imparfaitement. C'est surtout en Allemagne qu'on travaille cette question, c'est une question importante pour les pays qui ont du charbon et pas de sources électriques. Au point de vue national il faut que cette pile soit réalisée car nous aurons à y gagner.

On cherche aussi à réaliser une pile avec du charbon qui entrerait en réaction; les charbons de nos piles sont inattaquables, il s'en entrent pas en réaction, ils sont seulement témoins des réactions qui se forment; mais si on faisait une pile où le charbon s'attaque en disparaissant, ce serait une révolution, quand on fait de l'énergie électrique, on dépense 20 millions de tonnes de charbon pour recueillir 6 millions de chevaux, et si on brûle l'hydrogène dans un moteur à gaz, pour 2 kg d'hydrogène brûlé, on aura péniblement 10 Kilog-wattheures; un peu plus de 10 chevaux, 12 peut-être.

Pour 1 kg de charbon à 7.000 calories, on a péniblement 1 Kg-wattheure à cause de toutes les pertes; toutes les machines à vapeur sont à mauvais rendement, tandis que les appareils électrochimiques qui ont un bon rendement chimique, par exemple, la pile de Daniel, qui est une pile donnant exactement la quantité d'énergie, mesurée au calorimètre, permettent, au lieu de recueillir  $\frac{1}{80}$  kg, de recueillir 80 kg. Tous les modes actuels d'utilisation de l'énergie seraient changés; ce serait une révolution. Les chutes d'eau ne pourraient rivaliser avec l'énergie dépensée par le charbon.

On ne transporterait pas l'énergie par les fils, on la transporterait en bouteille. Il y aurait des bouteilles d'hydrogène liquide probablement; on transporterait 2 kgs d'hydrogène pour avoir 80 kg-wattheures; il faut maintenant dans les



accumulateurs au plomb, 20 kgs de plomb par accumulateur; pour ces 80 kgwatttheures il faudrait 80 fois 20 kg de plomb soit 1600 kg de plomb; vous voyez tout ce qu'on peut dans l'avenir tirer des notions qu'on vient d'établir.

La prochaine fois, nous achèverons l'étude des piles; nous verrons ce qu'est un accumulateur, nous passerons à l'industrie électrochimique vraiment industrielle; nous assisterons à la fabrication de l'hydrogène et de l'oxygène, à la fabrication de la soude et du chlore et enfin et surtout à celle des explosifs, par le chlorate et le perchlorate.



- 15 -

these publications are used as basis of study, in consideration  
of the value of each as distinct to another of the same  
group. Thus there may be good reason to suppose that  
the statistics of the Bureau of the Census are  
more reliable than those of the Bureau of the  
Bureau of Statistics, and that the statistics of the  
Bureau of Statistics are more reliable than those of the  
Bureau of the Census. The statistics of the Bureau of the  
Bureau of Statistics are more reliable than those of the  
Bureau of the Census, and the statistics of the Bureau of the  
Bureau of Statistics are more reliable than those of the  
Bureau of the Census.

2



II

